МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования «Российский национальный исследовательский медицинский университет имени Н.И. Пирогова»

Министерства здравоохранения Российской Федерации

ФГАОУ ВО РНИМУ им Н.И.Пирогова Минздрава России (Пироговский Университет)

Институт биомедицины (МБФ)

УТВЕРЖДАЮ

Директор Института

Прохорчук Егор Борисович

Доктор биологических наук,
Член-корреспондент
Российской академии наук

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Б.1.В.В.02.02 Химия

для образовательной программы высшего образования - программы магистратуры

по направлению подготовки

06.04.01 Биология

направленность (профиль)

Компьютерное конструирование лекарств

Год начала подготовки 2026

Подписан: ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ "РОССИЙСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н.И. ПИРОГОВА" МИНИСТЕРСТВА ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Москва 2026

Настоящая рабочая программа дисциплины Б.1.В.В.02.02 Химия (далее – рабочая программа дисциплины) является частью программы магистратуры по направлению подготовки 06.04.01 Биология. Направленность (профиль) образовательной программы: Компьютерное конструирование лекарств.

Форма обучения: очная

Составители:

№, п/п	**Фамилия, Имя, Отчество**	**Учёная степень, звание**	**Должность**	**Место работы**
1	Шаповаленко Елена Павловна	канд. хим. наук	Доцент кафедры химии ИФМХ	ФГАОУ ВО РНИМУ им. Н. И. Пирогова Минздрава России (Пироговский Университет)
2	Анисимова Надежда Александровна	канд. хим. наук	Доцент кафедры химии ИФМХ	ФГАОУ ВО РНИМУ им. Н. И. Пирогова Минздрава России (Пироговский Университет)
3	Янкович Инна Владимировна	канд. хим. наук	Доцент кафедры химии ИФМХ	ФГАОУ ВО РНИМУ им. Н. И. Пирогова Минздрава России (Пироговский Университет)
4	Деревнина Карина Владимировна		Старший преподаватель кафедры химии ИФМХ	ФГАОУ ВО РНИМУ им. Н. И. Пирогова Минздрава России (Пироговский Университет)
5	Негребецкий Вадим Витальевич	д-р хим. наук, доцент, профессор РАН	Заведующий кафедрой химии ИФМХ	ФГАОУ ВО РНИМУ им. Н. И. Пирогова Минздрава России (Пироговский Университет)

6	Белавин Иван Юрьевич	канд. хим. наук, доцент	Профессор кафедры химии ИФМХ	ФГАОУ ВО РНИМУ им. Н. И. Пирогова Минздрава России (Пироговский Университет)
7	Бутба Людмила Петровна	канд. хим. наук	Доцент кафедры химии ИФМХ	ФГАОУ ВО РНИМУ им. Н. И. Пирогова Минздрава России (Пироговский Университет)
8	Бесова Елена Александровна	канд. хим. наук	Доцент кафедры химии ИФМХ	ФГАОУ ВО РНИМУ им. Н. И. Пирогова Минздрава России (Пироговский Университет)

Рабочая программа дисциплины рассмотрена и одобрена на заседании кафедры «Кафедра химии ИФМХ»
(протокол от «___» _____ № _____)

Рабочая программа дисциплины рекомендована к утверждению рецензентами:

№ п/п	Фамилия, Имя, Отчество	Учёная степень, звание	Должность	Место работы
1	Шестопалов Александр Вячеславович	д-р мед. наук, профессор	Заведующий кафедрой биохимии и молекулярной биологии ИФМХ	ФГАОУ ВО РНИМУ им. Н. И. Пирогова Минздрава России (Пироговский Университет)
2	Попков Сергей Владимирович	канд. хим. наук, доцент	Заведующий кафедрой химии и технологии органического синтеза	ФГБОУ ВО РХТУ им. Д.И. Менделеева

Рабочая программа дисциплины рассмотрена и одобрена советом « _____»
(протокол от «___» _____ 20___ № _____)

Нормативно-правовые основы разработки и реализации рабочей программы дисциплины:

1. Федеральный государственный образовательный стандарт высшего образования – магистратура по специальности 06.04.01 Биология, утвержденный приказом Министерства науки и высшего образования Российской Федерации от «11» августа 2020 г. No 934 рук (Далее – ФГОС ВО).
2. Устав и локальные нормативные акты Университета.
3. Общая характеристика образовательной программы.
4. Учебный план образовательной программы.

© федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования «Российский национальный исследовательский медицинский университет имени Н.И. Пирогова» Министерства здравоохранения Российской Федерации

1. Общие положения

1.1. Цель и задачи освоения дисциплины

1.1.1. Цель.

• формирование системных знаний о физико-химической сущности и механизмах химических процессов, происходящих в организме человека (взрослого и ребенка), необходимых как для обучения последующим учебным дисциплинам, так и для непосредственного формирования врача; • изучение закономерностей химического поведения основных биологически важных классов неорганических и органических соединений, необходимых для рассмотрения процессов, протекающих в живом организме на молекулярном, надмолекулярном и клеточном уровнях.

1.1.2. Задачи, решаемые в ходе освоения дисциплины (модуля):

- Сформировать навыки работы в химической лаборатории (обучение методам приготовления растворов, определения pH растворов, качественному анализу биологически важных веществ и т.д.);
- Сформировать опыт практической деятельности в решении профессиональных задач, постановки и выполнения экспериментальной работы.
- Сформировать (получить) системные теоретические, научные и прикладные знания основ биоэнергетики, фармакокинетики, комплексообразования и образования конкрементов, физико-химических основ водно-электролитного баланса биологических жидкостей в организме, а также строения и реакционной способности неорганических и органических веществ, участвующих в процессах жизнедеятельности;
- Сформировать умения, связанные с применением основных законов химии для систем организма (решение задач, связанных с расчетом состава растворов и дозировки лекарственного препарата; с расчетом и анализом осмотического давления биологических жидкостей, растворов лекарственных препаратов, вводимых в кровяное русло; расчетом и анализом pH, позволяющим оценивать физиологические параметры живого организма и патологии, связанные с отклонением этих параметров от нормы, а также предсказывать возможность самопроизвольного протекания процессов в организме, основываясь на значениях стандартных биологических восстановительных потенциалов, термодинамических характеристик веществ и т.д.);

1.2. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина «Химия» изучается в 1 семестре (ах) и относится к части, формируемой участниками образовательного процесса, Блока Б.1 «Дисциплины (модули)». Является дисциплиной по выбору.

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4.0 з.е.

Для успешного освоения настоящей дисциплины (модуля) обучающиеся должны освоить освоить в рамках среднего полного общего образования, следующие дисциплины: Общая и неорганическая химия; Органическая химия; Химия.

Знания, умения и опыт практической деятельности, приобретенные при освоении настоящей дисциплины, необходимы для успешного освоения дисциплин: Молекулярная фармакология; Физика белка; Медицинская химия.

1.3. Планируемые результаты освоения дисциплины

1 семестр

Код и наименование компетенции	
Код и наименование индикатора достижения компетенции	**Планируемые результаты освоения дисциплины (модуля)**
ПК-2 Способен творчески использовать в научной деятельности знания фундаментальных и прикладных разделов дисциплин (модулей), определяющих направленность (профиль) программы магистратуры для изучения молекулярных механизмов патогенеза заболеваний.	
ПК-2.ИД1 Использует в профессиональной деятельности фундаментальные и прикладные разделы дисциплин, представленных в программе магистратуры для исследования механизмов патогенеза заболеваний.	**Знать:** естественнонаучную картину мира, физико-химическую сущность процессов, происходящих в живом организме на молекулярном уровне; свойства воды и водных растворов; основные типы химических равновесий (протолитические, гетерогеннные, лигандообменнные, окислительно-восстановительные); механизм действия буферных систем организма, их взаимосвязь и роль в поддержании кислотно-основного состояния организма; электролитный баланс организма человека, коллигативные свойства растворов (диффузия, осмос, осмолярность); строение и химические свойства основных классов биологически важных органических соединений
	Уметь: классифицировать химические соединения, основываясь на их структурных формулах; прогнозировать направление и результат физико-химических процессов и химических превращений биологически важных веществ; выполнять термохимические расчеты, расчеты осмотического давления и pH растворов и биологических систем; анализировать полученные результаты путем сравнения их с физиологически нормальными значениями pH и осмотического давления и использовать это при постановки диагноза заболевания; пользоваться номенклатурой IUPAC для составления названий по формулам типичных представителей биологически важных веществ и лекарственных препаратов
	Владеть практическим опытом (трудовыми действиями): техникой химических экспериментов, проведения пробирочных реакций, навыками работы с химической посудой и

	простейшими приборами, техникой экспериментального определения pH растворов при помощи индикаторов и приборов, правилами номенклатуры неорганических и органических веществ

2.Формы работы обучающихся, виды учебных занятий и их трудоёмкость

Формы работы обучающихся / Виды учебных занятий / Формы промежуточной аттестации		Всего часов	Распределение часов по семестрам
			1
Учебные занятия			
Контактная работа обучающихся с преподавателем в семестре (КРО), в т.ч.:		72	72
Лекционное занятие (ЛЗ)		12	12
Лабораторно-практическое занятие (ЛПЗ)		48	48
Коллоквиум (К)		12	12
Самостоятельная работа обучающихся в семестре (СРО), в т.ч.:		52	52
Подготовка к учебным аудиторным занятиям		52	52
Промежуточная аттестация:			
Контактная работа обучающихся в ходе промежуточной аттестации (КРПА), в т.ч.:		4	4
Зачет (З)*		4	4
Общая трудоемкость дисциплины (ОТД)	в часах: ОТД = КРО+СРО+КРПА+СРПА	128	128
	в зачетных единицах: ОТД (в часах): 32	4.00	4.00

** Время для проведения промежуточной аттестации в форме зачёта (защиты курсовой работы) выделяется в рамках контактной работы (ДВЗ) Проведение промежуточной аттестации в форме зачёта (защиты курсовой работы) организуется в соответствии с расписанием занятий.*

3. Содержание дисциплины

3.1. Содержание разделов, тем дисциплины

1 семестр

№ п/п	Шифр компетенции	Наименование раздела (модуля), темы дисциплины	Содержание раздела и темы в дидактических единицах
Раздел 1. Основы физической химии в применении к физиологическим процессам			
1	ПК-2.ИД1	Тема 1. Растворы в медицине: концентрация и дозировка лекарственных веществ. Осмос и его роль в физиологии и медицине	Растворы, основные понятия. Вода как растворитель. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе. Растворы в медицинской практике. Расчет дозировки лекарственного препарата, исходя из массы тела ребенка или взрослого и из содержания действующего вещества в препарате. Коллигативные свойства растворов. Явление осмоса. Осмотическое давление (закон Вант-Гоффа). Расчет осмотического давления в растворах электролитов, неэлектролитов и биологических жидкостях.. Осмоляльность и осмолярность биологических жидкостей и перфузионных растворов. Основные требования к лекарственным формам для инфузий: их изотоничность плазме крови и проверка на осмоляльность. Изотонические растворы, используемые в медицинской и фармацевтической практике для детей и взрослых. Роль осмоса в биологических системах. Гипер-, гипо- и изотонические растворы. Понятие об изоосмии (электролитном гомеостазе) и «осмотическом конфликте». Плазмолиз. Цитолиз. Осмос в физиологии и медицине
2	ПК-2.ИД1	Тема 2. Основы химической термодинамики и биоэнергетики. Основы	Взаимосвязь между процессами обмена веществ и энергии в организме. Химическая термодинамика как теоретическая основа биоэнергетики. Основные понятия

		химической кинетики и равновесия в применении к биологическим системам	термодинамики. Стандартные условия и биологические стандартные условия. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Стандартные энтальпии образования и сгорания вещества. Стандартная энтальпия реакции. Закон Гесса и его следствия. Термохимические расчеты и их применение для биологических систем. Расчет калорийности пищевых продуктов, лежащий в основе диетологии. Второй закон термодинамики. Энтропия. Энергия Гиббса. Стандартные и биологические стандартные значения энергии Гиббса. Расчет изменения энтропии и энергии Гиббса химической реакции. Роль энтальпийного и энтропийного факторов в прогнозировании направления самопроизвольно протекающих процессов. Энергия Гиббса как критерий принципиальной осуществимости биохимических процессов. Основы биоэнергетики. Экзэргонические и эндэргонические процессы. Макроэргические соединения и их роль в биологических процессах. Принцип энергетического сопряжения биохимических реакций. Химическое равновесие. Термодинамические условия равновесия. Константа химического равновесия Уравнение изотермы химической реакции. Прогнозирование смещения химического равновесия. Связь между константой равновесия и стандартным изменением энергии Гиббса процесса. Определение преимущественного направления обратимых реакций на основе уравнения изотермы. Понятие о гомеостазе живого организма. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов. Классификации реакций. Молекулярностъ и порядок реакции.

			Кинетические уравнения. Скорость реакции и факторы, на нее влияющие. Период полупревращения реакции. Период полувыведения и срок хранения лекарственного препарата. Уравнение Аррениуса, энергия активации (Еа). Катализаторы и ингибиторы (в том числе антиоксиданты), их влияние на Еа и скорость реакции. Понятие о ферментативном катализе, его отличия и сходства с неорганическим катализом. Влияние различных факторов на скорость ферментативной реакции. Уравнение Михаэлиса – Ментен. Молярная активность фермента
Раздел 2. Равновесия в жидких средах организма			
1	ПК-2.ИД1	Тема 1. Протолитические равновесия, pH в растворах электролитов. Буферные системы их роль в организме	Равновесия в водных растворах электролитов. Степень и константа электролитической диссоциации. Протолитическая теория кислот и оснований. Сопряженные пары кислот и оснований. Ионизация слабых кислот и оснований. Константы кислотности и основности pKa, pKb и pKBH+ и связь между ними. Амфолиты. Изоэлектрическая точка. Протолитические равновесия в растворах электролитов. Определение pH в водных растворах сильных кислот и оснований, слабых кислот и оснований и гидролизующихся солей. Нормальные и патологические процессы в организме, зависящие от значения pH. Буферные системы и механизм их действия. Расчет pH в буферных растворах, уравнение Гендерсона-Гассельбаха. Буферная емкость и факторы, её определяющие. Буферные системы живого организма, их значение. Кислотно-основное равновесие в биологических системах. Понятие об ацидозе и алкалозе и физико-химических основах их возникновения; некоторые патологии, которые к ним

			приводят. Основные показатели кислотно-основного состояния (щелочной резерв крови, дефицит и избыток оснований). Заряд биомолекул при физиологических значениях pH
2	ПК-2.ИД1	Тема 2. Гетерогенные равновесия и равновесия в растворах комплексных соединений. Окислительно-восстановительные процессы. Их роль в жизнедеятельности организмов	Окислительно-восстановительные процессы, их роль в жизнедеятельности организмов. Окислительно-восстановительные (ОВ) системы. Стандартные восстановительные (редокс) потенциалы. Уравнение Нернста—Петерса. Влияние различных факторов на величину редокс-потенциала. Стандартный биологический восстановительный потенциал. Прогнозирование самопроизвольного протекания ОВ процесса по величинам редокс-потенциалов. ЭДС химической реакции. Взаимосвязь между энергией Гиббса и ЭДС реакции. Диффузный и мембранный потенциалы и их роль в генерировании биоэлектрических потенциалов. Гетерогенные равновесия в системе осадок – насыщенный раствор. Растворимость и константа произведения растворимости. Условия образования и растворения осадков. Гетерогенные равновесия в живых системах. Реакции образования основного компонента костной ткани – гидроксифосфата кальция, и его разрушения в зависимости от изменения кислотности среды. Образование конкрементов уратов, оксалатов, фосфатов, карбонатов при мочекаменной и желчекаменной болезнях. Равновесия в растворах комплексных соединений. Константы нестойкости и устойчивости. Хелаты. Комплексоны. Биологическая роль внутрикомплексных соединений. Применение комплексонов для детоксикации организма. Основы хелатотерапии
Раздел 3. Основы строения и реакционной способности органических соединений в			

биологических системах			
1	ПК-2.ИД1	Тема 1. Структура и химическое поведение органических соединений, имеющие медико-биологическую значимость	Классификация и номенклатура органических соединений. Связь функциональных групп с реакционной способностью и биологической активностью. Примеры медицински значимых представителей каждого класса. Основы систематической и тривиальной номенклатуры (с примерами фармакологически активных соединений). Радикально-функциональная и заместительная номенклатура применительно к биологически важным веществам и лекарственным препаратам. Пространственное строение молекул. Связь геометрии молекулы с типом гибридизации входящих в нее атомов. Конформационный анализ. Понятие о конфигурации, стероизомерии, Асимметрический атом углерода, оптическая активность. Формулы Фишера и понятие D- и L-ряда (в контексте биохимии углеводов и аминокислот). R,S- и Z,E-системы стереохимической номенклатуры. Биологическая активность лекарственных препаратов, ее связь с пространственным строением молекул. σ- и π-Диастереомеры. Фармакологическое значение энантиомеров и диастереомеров (на примере талидомида, офлоксацина, ибупрофена). Значение стереохимии в синтезе и применении лекарств. Роль изомеров в токсикологии и фармакологии. Индуктивный и мезомерный эффекты заместителей. Сопряжение и ароматичность. Влияние электронного строения органических молекул на их реакционную способность, кислотно-основные свойства и биологическую активность. Кислотно-основные свойства органических веществ. OH-, SH-, NH-, CH-кислоты и их производные на примерах

			биомолекул и лекарственных препаратов. Классификация органических реакций. Статический и динамический факторы протекания реакции. Связь строения промежуточных частиц (радикалов, карбокатионов, карбоанионов) с их энергией. Понятие о регио- и стереоселективных реакциях
2	ПК-2.ИД1	Тема 2. Свободно-радикальные и электрофильные реакции: химические основы и роль в биологических процессах	Свободно-радикальные процессы. Понятие о цепных процессах. Реакции пероксидного окисления. Причины легкой окисляемости связи С–Н в аллильном и бензильном положениях. Роль этих процессов в инициировании перекисного окисления липидов – ключевого механизма повреждения клеток при стрессе, воспалении, гипоксии, старении. Антиоксиданты (витамины Е, А, С), их роль в связывании активных свободных радикалов в клетках. Реакции электрофильного присоединения к С=С-связи. Механизм реакции гидратации ненасыщенных соединений. Роль кислотного катализа. Влияние электронных эффектов заместителей на региоселективность реакции (правило Марковникова). Присоединение карбокатионов к ненасыщенным соединениям, как путь образования углерод-углеродной связи в процессах биосинтеза. Особенности присоединения к сопряженным системам. Реакции электрофильного замещения в ароматических системах (галогенирование, алкилирование и ацилирование). Галогенирование как основа действия некоторых антисептиков. Алкилирование и ацилирование как способ модификации ароматических соединений (в синтезе препаратов анальгетиков, антисептиков).

			Механизм электрофильного замещения. Влияние заместителей в ароматическом кольце на скорость и направление реакции
3	ПК-2.ИД1	Тема 3. Нуклеофильные реакции органических соединений с σ-связью С–гетероатом и карбонильных соединени	Нуклеофильное замещение у sp^3-гибридизованного атома углерода (SN-реакции). Электронная природа связи С–гетероатом (полярность, поляризуемость). Понятие об уходящей группе. Связь легкости ухода группы с силой сопряженной кислоты. Гидролиз галогенпроизводных. Алкилирование спиртов, аминов, тиолов. Алкилирующие реагенты: галогенпроизводные, алкилфосфаты, сульфониевые соединения. Алкилирующие реагенты как основа противоопухолевых препаратов (производные N-алкилазиридина, β-хлорэтиламинов и др.) Отравляющее действие органофосфатов (паратион, зарин) — ингибирование гидролиза ацетилхолина (фермент холинэстераза). Роль кислотного катализа в замещении гидроксигруппы. Реакция первичных аминов с азотистой кислотой. Реакции элиминирования (E). Механизм и условия протекания реакции. Реакции элиминирования в метаболических путях биомолекул (цикл Кребса, катаболизм аминокислот и др.) Карбонильные соединения. Строение карбонильной группы. Реакции нуклеофильного присоединения (AN) к карбонильной группе альдегидов и кетонов. Присоединение нуклеофилов: воды, спиртов, аминов, тиолов. Кислотный и щелочной катализ реакций. Образование полуацеталей и ацеталей как модель циклизации моносахаридов. Образование и гидролиз иминов - важные реакции в метаболизме аминокислот. Реакции карбонильных соединений, связанные с повышенной CH-кислотностью а-углеродного атома.

			Альдольное присоединение как путь образования новой С–С связи. Альдольное присоединение и альдольное расщепления - реакции, входящие в метаболические пути некоторых аминокислот, углеводов, цикла Кребса и др. Реакции карбоновых кислот и их функциональных производных. Особенности строения и активация карбонильного атома углерода. Сравнение реакционной способности: производных карбоновых кислот и их производных (сложных эфиров, тиоэфиров, ангидриды, ацилфосфатов) в реакция нуклеофильного замещения. Реакции этерификации, получения амидов, сложных тиоэфиров в медико-биологических процессах (биосинтезе липидов, пептидном синтезе). Гидролиз функциональных производных карбоновых кислот: кислотный (Н) и щелочной (ОН); ферментативный гидролиз. Сложные тиоэфиры и ацилфосфаты как макроэргические соединения, их роль в обмене веществ (процессах синтеза и распада биомолекул, переносе ацильных и фосфатных групп). Реакции производных карбоновых кислот, связанные с α-СН-кислотностью: карбоксилирования, декарбоксилирования, конденсации и распада β-кетоноэфиров. Их роль в метаболических процессах организма (цикле Кребса, синтезе жирных кислот и липидов, метаболизме аминокислот и др.)

3.2. Перечень разделов, тем дисциплины для самостоятельного изучения обучающимися

Разделы и темы дисциплины для самостоятельного изучения обучающимися в программе не предусмотрены.

4. Тематический план контактной работы обучающихся с преподавателем при проведении занятий.

№ занятия п/п	Виды учебных занятий*	Период обучения (семестр). Порядковые номера и наименования разделов (модулей) (при наличии), тем, учебных занятий	Количество часов контактной работы	Виды текущего контроля успеваемости**	Формы проведения текущего контроля успеваемости***					
					КП	ОУ	ОП	ОК	ЛР	ТЭ
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
1 семестр										
Раздел 1. Основы физической химии в применении к физиологическим процессам										
Тема 1. Растворы в медицине: концентрация и дозировка лекарственных веществ. Осмос и его роль в физиологии и медицине										
1	ЛПЗ	Растворы в медицине: концентрация и дозировка лекарственных веществ. Осмос и его роль в физиологии и медицине	4	Т	1	1	1		1	1
Тема 2. Основы химической термодинамики и биоэнергетики. Основы химической кинетики и равновесия в применении к биологическим системам										
2	ЛЗ	Введение в химическую термодинамику. Термодинамика химического равновесия. Химическая кинетика	2	Д	1	1	1		1	1
3	ЛПЗ	Основы термодинамики	4	Т	1	1	1		1	1

		биохимических процессов. Биоэнергетика								
4	ЛПЗ	Основные понятия химической кинетики и равновесия в применении к биологическим системам. Основы ферментативного катализа	4	Т	1	1	1		1	1
5	К	Текущий рубежный (модульный) контроль по разделу 1. Основы физической химии в применении к физиологическим процессам	4	Р	1	1	1	1	1	1
Раздел 2. Равновесия в жидких средах организма										
Тема 1. Протолитические равновесия, pH в растворах электролитов. Буферные системы их роль в организме										
6	ЛЗ	Протолитические равновесия. Расчет pH растворов электролитов	2	Д	1	1	1	1	1	1
7	ЛПЗ	Сильные и слабые электролиты в биологических жидкостях. Протолитические равновесия, pH в растворах различных типов электролитов	4	Т	1	1	1	1	1	1
8	ЛЗ	Буферные системы	2	Д	1	1	1	1	1	1

9	ЛПЗ	Буферные системы: состав, принцип действия и роль в организме. Буферные системы крови. Явления ацидоза и алкалоза	4	Т	1	1	1	1	1	1
Тема 2. Гетерогенные равновесия и равновесия в растворах комплексных соединений. Окислительно-восстановительные процессы. Их роль в жизнедеятельности организмов										
10	ЛЗ	Потенциалы и ЭДС. Равновесия в растворах комплексных соединений. Гетерогенные равновесия	2	Д	1	1	1	1	1	1
11	ЛПЗ	Гетерогенные равновесия и равновесия в растворах комплексных соединений, их роль в организме. Основы хелатотерапии	4	Т	1	1	1	1	1	1
12	ЛПЗ	Восстановительные и мембранные потенциалы. Окислительно-восстановительные процессы в биологических системах, направление их протекания и роль в жизнедеятельности организма	4	Т	1	1	1	1	1	1

13	К	Текущий рубежный (модульный) контроль по разделу 2. Равновесия в жидких средах организма	4	Р	1	1	1	1	1	1
Раздел 3. Основы строения и реакционной способности органических соединений в биологических системах										
Тема 1. Структура и химическое поведение органических соединений, имеющие медико-биологическую значимость										
14	ЛПЗ	Основы классификации, номенклатуры и пространственного строения биологически важных органических соединений	4	Т	1	1	1	1	1	1
15	ЛПЗ	Связь электронного строения с кислотно-основными свойствами и реакционной способностью биологически важных соединений	4	Т	1	1	1	1	1	1
Тема 2. Свободно-радикальные и электрофильные реакции: химические основы и роль в биологических процессах										
16	ЛЗ	Свободно-радикальные и электрофильные реакции	2	Д	1	1	1	1	1	1
17	ЛПЗ	Свободно-	4	Т	1	1	1	1	1	1

		радикальные и электрофильные реакции: химические основы и роль в биологических процессах								
Тема 3. Нуклеофильные реакции органических соединений с σ-связью С–гетероатом и карбонильных соединени										
18	ЛЗ	Реакционная способность соединений с σ-связью углерод-гетероатом. Реакции SN и E. Реакционная способность соединений с карбонильной группой	2	Д	1	1	1	1	1	1
19	ЛПЗ	Нуклеофильные реакции органических соединений с σ-связью С–гетероатом и их значение в организме человека	4	Т	1	1	1	1	1	1
20	ЛПЗ	Реакции карбонильных соединений и их производных в медико-биологических процессах	4	Т	1	1	1	1	1	1
21	К	Текущий рубежный (модульный)	4	Р	1	1	1	1	1	1

		контроль по разделу 3. Основы строения и реакционной способности органических соединений в биологических системах								
		Всего в семестре	72		21	21	21	17	21	21
		Всего по дисциплине (модулю)	72		21	21	21	17	21	21

(*, **, *** смотри условные обозначения)

Условные обозначения

Виды учебных занятий*

Виды учебных занятий	**Сокращённое наименование**	
Лекционное занятие	Лекция	ЛЗ
Лабораторно-практическое занятие	Лабораторно-практическое	ЛПЗ
Коллоквиум	Коллоквиум	К

Виды текущего контроля успеваемости (ВТК)**

**Виды текущего контроля успеваемости (ВТК) ** **	**Сокращённое наименование**		**Содержание**
Текущий дисциплинирующий контроль	Дисциплинирующий	Д	Контроль посещаемости занятий обучающимся
Текущий тематический контроль	Тематический	Т	Оценка усвоения обучающимся знаний, умений и опыта практической деятельности по теме занятия

Текущий рубежный контроль	Рубежный	Р	Оценка усвоения обучающимся знаний, умений и опыта практической деятельности по теме (разделу, модулю) дисциплины

Формы проведения текущего контроля успеваемости обучающихся ***

№	**Формы проведения текущего контроля успеваемости обучающихся (ФПТКУ) *** **	**Техническое и сокращённое наименование**		**Возможность проведения текущего контроля успеваемости по видам контроля**		
				Д	**Т**	**Р**
1	Контроль присутствия	Присутствие	КП	+		
2	Опрос устный	Опрос устный	ОУ		+	
3	Опрос письменный	Опрос письменный	ОП			
4	Опрос комбинированный	Опрос комбинированный	ОК			+
5	Проверка лабораторной работы	Лабораторная работа	ЛР		+	
6	Тестирование в электронной форме	Тестирование	ТЭ		+	

Типы контроля (ТК)

Типы контроля	**Сокращенное наименование**
Контроль присутствия	КП
Опрос устный	ОУ
Опрос письменный	ОП
Опрос комбинированный	ОК
Проверка лабораторной работы	ЛР
Тестирование в электронной форме	ТЭ

5. Промежуточная аттестация обучающихся по дисциплине (модулю)

Оценочные средства промежуточной аттестации

5.1. Формы проведения промежуточной аттестации

Семестр	**Форма проведения промежуточной аттестации******	**Форма организации промежуточной аттестации**
1	**2**	**3**
1 семестр	Зачет	Контроль присутствия, Опрос письменный

Условные обозначения ****

Формы проведения промежуточной аттестации	**Сокращённое наименование**	
Зачет	Зачет	З
Защита курсовой работы	Защита курсовой работы	ЗКР
Экзамен	Экзамен	Э

5.2 Критерии выставления оценок

Критерии выставления оценок при прохождении промежуточной аттестации в форме зачета

1 семестр

Шкала оценивания /Оценка	**Критерии выставления оценок**
«зачтено»	Выставляется, если обучающийся при выполнении письменной работы набрал не менее 30 баллов из 50-ти, что соответствует выполнению заданий на результат не менее 60% от общего количества баллов. Итоговая оценка выставляется по сумме баллов, полученных за письменную работу. Каждое задание билета оценивается количеством баллов, указанным в типовом билете:1 задание – 6 баллов; 2 задание – 4 балла; 3 задание – 4 балла; 4 задание– 10 баллов; 5 задание – 5 баллов; 6 задание – 5 баллов; 7 задание – 14 баллов; 8 задание – 2 балла. Ответы на задания билета должен содержать все необходимые расчеты, уравнения реакций,

	структурные формулы, названия веществ или их классов, а также типы реакций, схему механизма протекания указанной реакции, название стереоизомера.
«не зачтено»	Выставляется, если обучающийся при выполнении письменной работы набрал менее 30 баллов из 50-ти, что соответствует выполнению заданий на результат менее 60% от общего количества баллов. Итоговая оценка выставляется по сумме баллов, полученных за письменную работу. Каждое задание билета оценивается количеством баллов, указанным в типовом билете:1 задание – 6 баллов; 2 задание – 4 балла; 3 задание – 4 балла; 4 задание– 10 баллов; 5 задание – 5 баллов; 6 задание – 5 баллов; 7 задание – 14 баллов; 8 задание – 2 балла. Ответы на задания билета не содержит все необходимые расчеты, уравнения реакций, структурные формулы, названия веществ или их классов, а также типы реакций, схему механизма протекания указанной реакции, название стереоизомера.

6. Структура рейтинга по дисциплине (модулю)

6.1. Обучающийся имеет право пройти промежуточную аттестацию по дисциплине (модулю) или её части на основании рейтинга успеваемости обучающегося и результатов прохождения текущего рубежного контроля по дисциплине (модулю) в соответствующем семестре.

6.2. Критерии, показатели проведения текущего контроля успеваемости с использованием балльно-рейтинговой системы (по семестрам и формам промежуточной аттестации)

Рейтинг по дисциплине рассчитывается по результатам текущей успеваемости обучающегося. Тип контроля по всем формам контроля дифференцированный, выставляются оценки по шкале: "неудовлетворительно", "удовлетворительно", "хорошо", "отлично". Исходя из соотношения и количества контролей, рассчитываются рейтинговые баллы, соответствующие системе дифференцированного контроля.

1 семестр

Виды занятий		**Формы проведения текущего контроля успеваемости**		**Кол-во контролей**	**Макс. кол-во баллов**	**Соответствие оценок рейтинговым баллам**				
						ТК	**ВТК**	**Отл.**	**Хор.**	**Удовл.**
Лабораторно-практическое занятие	ЛПЗ	Опрос устный	ОУ	12	132	В	Т	11	7	4
		Проверка лабораторной работы	ЛР	7	77	В	Т	11	7	4
		Тестирование в электронной форме	ТЭ	11	121	В	Т	11	7	4
Коллоквиум	К	Опрос комбинированный	ОК	3	702	В	Р	234	156	78
Сумма баллов по дисциплине за семестр					1032					

Критерии выставления оценок при прохождении промежуточной аттестации в форме зачета (на основании рейтинга успеваемости обучающегося и результатов прохождения текущего рубежного контроля по дисциплине (модулю) или её части в семестре)

1 семестр

Шкала оценивания /Оценка	**Критерии выставления оценки**
«зачтено»	Рейтинговый балл — не менее 60 % (не менее 600 баллов) и

	Получение оценки не ниже «удовлетворительно» за прохождение каждого текущего рубежного контроля в семестре
«не зачтено»	Рейтинговый балл — менее 60 % (менее 600 баллов) и/или Получение оценки ниже «удовлетворительно» за прохождение хотя бы одного текущего рубежного контроля в семестре или не прохождение рубежного контроля

7. Оценочные материалы для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине (модулю)

1 семестр

Перечень вопросов для подготовки к промежуточной аттестации в форме зачёта

Зачет состоит из ответа на письменный билет. Письменный билет включает материал всех модулей дисциплины.

Список заданий для подготовке к зачету

Тема. **Растворы в медицине: концентрация и дозировка лекарственных веществ. Осмос и его роль в физиологии и медицине**

Расчеты осмолярности, осмотического давления растворов электолитов и неэлектролитов. Растворы изотонические, гипотонические и гипертонические относительно биологических жидкостей и других растворов.

Примеры:

1. Водный раствор хлорида кальция ($CaCl_2$, M = 111 г/моль) с массовой долей 10,1 % (ρ = 1,083 г/мл) применяют в медицине в качестве противоаллергического средства. а) Рассчитайте осмолярную концентрацию и осмотическое давление этого раствора при 25 °С. б) Каким по отношению к 0,15 М раствору NaCl будет этот раствор (гипо-, гипер- или изотоническим)?
2. В 0,5 л раствора содержится 0,1 моль $MgSO_4$ и 0,05 моль K_2SO_4. а) Рассчитайте осмотическое давление этого раствора при 37 °С. б) При какой концентрации раствор гюкозы ($C_6H_{12}O_6$) будет изотоничен этому раствору?
3. В 200 мл раствора содержится 0,02 моль рибозы ($C_5H_{10}O_5$) и 0,01 моль KCl. а) Рассчитайте осмолярность и осмотическое давление этого раствора при 25 °С. б) Что будет происходить с эритроцитами, помещенными в этот раствор? Осмотическое давление крови составляет 740-780 кПа.

Тема. **Основы термодинамики биохимических процессов. Биоэнергетика**

I. Расчеты тепловых эффектов химических реакций, используя термодинамические параметры веществ (стандартные энтальпии образования, стандартные энтальпии сгорания).

Примеры:

1. Для реакции $CO_{2\ (газ)} + 2NH_{3\ (газ)} \rightarrow NH_2C(O)NH_{2\ (тв)} + H_2O_{\ (ж)}$ $\Delta_{обр}H^0_{298}$ (кДж /моль) $CO_{2\ (газ)}$; $NH_{3\ (газ)}$; $NH_2C(O)NH_{2\ (тв)}$ и $H_2O_{\ (ж)}$ соответственно равны:

–393,5; –46,2; –333 и –286. а) Рассчитайте $\Delta H^0_{298(реакции)}$. б) Не производя вычислений, оцените знак изменения энтропии для этого процесса и укажите, способствует ли энтропийный фактор самопроизвольному протеканию этого процесса.

2. Для реакции $CH_3COOH_{\ (ж)} + 2O_{2\ (газ)} \rightarrow 2CO_{2\ (газ)} + 2H_2O_{(ж)}$ $\Delta_{обр}H^0_{298}$(кДж/моль) $CO_{2\ (газ)}$ и $H_2O_{(ж)}$ соответственно равны: –393,5 и –286. а) Рассчитайте $\Delta_{обр}H^0_{298}(CH_3COOH_{\ (ж)})$, если $\Delta H^0_{298(реакции)} = -875$ кДж/моль.

б) Рассчитайте массу CH_3COOH, при сжигании которой выделится 175 кДж теплоты.

II. Определение возможности протекания процесса, термодинамическое сопряжение.

Примеры:

1. а) Рассчитайте ΔG^0_{298} реакции молочнокислого брожения глюкозы:

$C_6H_{12}O_{6\ (р\text{-}р)} \rightarrow 2\ CH_3CH(OH)COOH_{\ (р\text{-}р)}$ в кДж, если $\Delta_p H^0_{298} = -124{,}1$ кДж, $D_pS^0_{298} = 20{,}1$ Дж/К. б) При каких температурах возможно самопроизвольное протекание этой реакции и какие факторы могут способствовать ее протеканию?

2. Фосфорилирование фруктозы: фруктоза + Ф → фруктозо-6-Ф + H_2O

($D_pG^{0\prime} = 15{,}9$ кДж/моль) сопряжено с гидролизом АТФ: АТФ + H_2O → АДФ + Ф

($D_pG^0¢ = -30{,}5$ кДж/моль). а) Напишите уравнение суммарной реакции и объясните смысл термодинамического сопряжения. б) Рассчитайте для этой суммарной реакции значение $D_pG^0¢$.

3. Для реакции $2H_2S_{\ (газ)} + SO_{2\ (газ)} \rightarrow 3S_{\ (тв)} + 2H_2O_{\ (ж)}$ $\Delta_{обр}G^0_{298}$ (кДж/моль) $H_2S_{\ (газ)}$; $SO_{2\ (газ)}$ и $H_2O_{\ (ж)}$ соответственно равны: –33; –300 и –237.

а) Рассчитайте ΔG^0_{298} реакции и определите возможность ее самопроизвольного протекания. б) Не производя вычислений, оцените знак изменения энтропии и оцените роль энтропийного фактора для этого процесса.

Тема. **Основные понятия химической кинетики и равновесия в применении к биологическим системам. Основы ферментативного катализа**

I. Расчет константы равновесия (K_c) и ее связь с тепловым эффектом химической реакции, энергией Гиббса и направлением протекания процесса.

Примеры:

1. Равновесие в системе $2NO_{(газ)} + O_{2(газ)}$ $2NO_{2(газ)}$ установилось при концентрациях NO, O_2 и NO_2, равных соответственно (моль/л): 0,1; 0,2 и 0,2. а) Запишите выражение константы равновесия (K_c) и рассчитайте ее величину. б) Как изменится величина константы равновесия при повышении температуры, если прямая реакция является экзотермической?
2. Для реакции $2N_2O_{5\ (газ)}$ $4NO_{2\ (газ)} + O_{2\ (газ)}$ $\Delta G0_{298}$ равно –28,5 кДж.

   а) Рассчитайте константу равновесия (K_c) и запишите ее выражение.

   б) Определите, как изменится положение равновесия и величина K_c при повышении температуры, если прямая реакция эндотермическая.

II. Расчет исходных и равновесных концентраций реагентов.

Примеры:

1. Для реакции $2NO_{(газ)} + O_{2(газ)}$ $2NO_{2(газ)}$ исходные концентрации NO, O_2 и NO_2 соответственно равны (моль/л): 0,3; 0,3 и 0, а равновесная концентрация NO_2 составила 0,2 моль/л. Определите: а) равновесные концентрации остальных веществ и запишите выражение константы равновесия (K_c); б) как изменится величина K_c при повышении температуры, если прямая реакция экзотермическая.
2. Равновесие в системе $2N_2O_{5(газ)}$ $4NO_{2(газ)} + O_{2(газ)}$ установилось при концентрациях N_2O_5; NO_2 и O_2, равных соответственно (моль/л): 0,05; 1 и 0,25. а) Рассчитайте исходную концентрацию N_2O_5, если исходные концентрации NO_2 и O_2 были равны нулю. б) Определите, как повлияет на величину K_c понижение температуры, если для прямой реакция $\Delta H^0 > 0$.

III. Определение направления протекания обратимого процесса при заданных условиях.

Примеры:

1. Для реакции $2NO_{2\ (г)}$ $N_2O_{4\ (г)}$ при 25 °С константа равновесия (K_c) равна 4. а) Рассчитайте $П_c$ и определите направление самопроизвольного процесса при концентрациях: $c(N_2O_4)$ = 0,1 моль/л, $c(NO_2)$ = 0,1 моль/л; б) Какой по тепловому эффекту является эта реакция, если при повышении температуры константа равновесия уменьшается.

2. Для реакции $2SO_3$ $2SO_{2\ (газ)} + O_{2\ (газ)}$ константа равновесия (K_c) при 950 °С равна 0,0125. а) Определите, в каком направлении будет протекать реакция, если смесь газов имеет следующий состав (моль/л): $c(SO_3) = 1$; $c(SO_2) = c(O_2) = 0{,}1$. Ответ подтвердите расчетом $П_c$. б) Определите направление протекания этой реакции при стандартных условиях. Ответ подтвердите, исходя из значения K_c.

IV. Кинетические уравнения реакций. Расчет скорости реакции, константы скорости и концентрации реагентов по кинетическому уравнению. Время полупревращения.

Примеры:

1. Константа скорости реакции гидролиза аспирина $A + H_2O \rightarrow B + C$ (реакция первого порядка) при 35 °С равна $1{,}5\times10^{-3}$ $час^{-1}$. Рассчитайте: а) время полупревращения реакции, б) скорость реакции гидролиза при концентрации аспирина 0,04 моль/л.

2. Константа скорости реакции $2HI_{\ (газ)} \rightarrow H_{2\ (газ)} + I_{2\ (газ)}$ второго порядка при 600 °С равна 0,03 л/моль×мин. Рассчитайте: а) начальную скорость реакции при концентрации иодоводорода 0,8 моль/л; б) скорость реакции, когда в 1 литре реакционной смеси образуется 0,2 моль иода.

3. Гидролиз сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11\ (р\text{-}р)} + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_{6\ (р\text{-}р)} + C_6H_{12}O_{6\ (р\text{-}р)}$ является реакцией первого порядка. Константа скорости при 25 °С равна $3{,}45\times10^{-3}$ $час^{-1}$. Рассчитайте: а) скорость реакции при концентрации сахарозы 0,4 моль/л; б) за какое время концентрация сахаолзы в растворе уменьшится в 2 раза.

4. Константа скорости реакции $CO_{2\ (р\text{-}р)} + H_2O_{(ж)} \rightarrow H_2CO_{3\ (р\text{-}р)}$ при 25 °С (реакция первого порядка) равна 0,03 $с^{-1}$, температурный коэффициент скорости равен 2. Рассчитайте при 45 ^{o}С: а) скорость реакции при $c(CO_2)$ = 1,2 ммоль/л; б) период полупревращения реакции.

Тема. **Сильные и слабые электролиты в биологических жидкостях. Протолитические равновесия, pH в растворах различных типов электролитов.**

Пример:

Имеются 0,04 М водные растворы: 1) $[C_2H_5NH_3]Cl$ и 2) K_2CO_3.

а) Укажите тип каждого из электролитов, напишите протолитические равновесия в каждом растворе и качественно оцените характер среды.

б) Приведите формулы для расчета pH этих растворов и рассчитайте их значения, если p$K_{BH+}(C_2H_5NH_2)$ = 10,63; p$K_{a1}(H_2CO_3)$ = 6,36; p$K_{a2}(H_2CO_3)$ = 10,33.

Другие варианты могут содержать пары веществ (кислот, оснований, солей) из таблицы:

№	а	б	№	а	б
1	HCOOH	K_3PO_4	12	$(CH_3)_3N$	NH_4NO_2
2	NH_3	$NaHCO_3$	13	$ClCH_2COOH$	KF
3	HNO_2	$[CH_3NH_3]Cl$	14	NH_3	Na_2CO_3
4	CH_3NH_2	NaH_2PO_4	15	$H_2C_2O_4$	KCN
5	H_2SO_3	$NaNO_2$	16	$C_2H_5NH_2$	Na_2HPO_4
6	$C_2H_5NH_2$	NH_4Br	17	C_2H_5COOH	NH_4F
7	HF	CH_3COONa	18	CH_3NH_2	$HCOONH_4$
8	$(CH_3)_2NH$	KHS	19	H_2CO_3	HCOONa
9	H_2S	C_6H_5COONa	20	$C_6H_5NH_2$	HCN
10	$C_6H_5NH_2$	$NaHSO_3$	21	C_6H_5COOH	K_2S
11	CH_3COOH	$Na_2C_2O_4$	22	C_6H_5OH	$NaHC_2O_4$

Тема. **Буферные системы: состав, принцип действия и роль в организме. Буферные системы крови. Явления ацидоза и алкалоза.**

Примеры:

1. Ацетатный буфер получен при смешивании равных объемов 0,3 М раствора CH_3COOH (pK_a = 4,76) и 0,1 М раствора NaOH. Для этой системы: а) укажите сопряженную кислотно-основную пару, интервал буферного действия, формулу для расчета pH и рассчитайте его значение; б) напишите ионное уравнение реакции, отражающее механизм буферного действия этой системы при добавлении небольшого количества щелочи.

2. Гидрофосфатный буфер получен при смешивании 100 мл 0,1 М раствора K_2HPO_4 и 500 мл 0,1 М раствора KH_2PO_4. Для этой системы: а) укажите сопряженную кислотно-основную пару, интервал буферного действия, формулу для расчета pH и рассчитайте его значение (для H_3PO_4 pK_{a1} = 2,12; pK_{a2} = 7,20; pK_{a3} = 12,44), б) напишите ионное уравнение реакции, отражающее механизм буферного действия этой системы при добавлении небольшого количества сильной кислоты.

3. Карбонатный буфер получен при смешивании 250 мл 0,1 М раствора $KHCO_3$ и 500 мл 0,2 М раствора K_2CO_3 (для H_2CO_3 pK_{a1} = 6,36; pK_{a2} = 10,33). Для этой системы: а) укажите сопряженную кислотно-основную пару, интервал буферного действия, формулу для расчета pH и рассчитайте его значение, б) напишите ионное уравнение реакции, отражающее механизм буферного действия этой системы при добавлении сильной кислоты.

4. В 1 л аммиачного буфера содержится 0,1 моль NH_3 и 0,5 моль NH_4Cl (для NH_3: pK_{BH^+} = 9,25). Для этой системы: а) укажите сопряженную кислотно-основную пару, интервал буферного действия, формулу для расчета pH и рассчитайте его значение, б) напишите ионное уравнение реакции, отражающее механизм буферного действия этой системы при добавлении щелочи.

Тема. **Гетерогенные равновесия и равновесия в растворах комплексных соединений, их роль в организме. Основы хелатотерапии**.

Примеры:

1. Даны константы растворимости: $K_{ПР}$ ($CuCrO_4$) = $4\cdot10^{-6}$, $K_{ПР}$ ($CaCrO_4$) = $7\cdot10^{-4}$.

   а) Напишите уравнения гетерогенных равновесий и выражения $K_{ПР}$ для этих солей.

   б) Определите, будут ли выпадать осадки при сливании равных объемов 0,02 М растворов $CuCl_2$ и $CaCl_2$ с равным объемом раствора K_2CrO_4 такой же концентрации. Ответ подтвердите расчетом $П_c$.

2. Для малорастворимого электролита $MgCO_3$ $K_{ПР} = 7\times10^{-6}$.

а) Напишите уравнение гетерогенного равновесия и выражение $K_{ПР}$ для этой соли.

б) Рассчитайте массу (г) $MgCO_3$, которая находится в 1 л его насыщенного раствора.

3. Даны константы растворимости: $K_{ПР}(MgCO_3) = 7\times10^{-6}$ и $K_{ПР}(PbCO_3) = 7\times10^{-14}$.

а) Напишите уравнения гетерогенных равновесий и выражения $K_{ПР}$ для этих солей.

б) Рассчитайте, молярная растворимость какой из солей больше и во сколько раз.

4. Для малорастворимого электролита CaC_2O_4 $K_{ПР} = 2\times10^{-9}$.

а) Напишите уравнение гетерогенного равновесия и выражение $K_{ПР}$ для этой соли.

б) Рассчитайте массу (г) ионов кальция, которая находится в 1 л его насыщенного водного раствора.

5. Для комплексного соединения $K_2[Zn(OH)_4]$ $K_{уст} = 5\times10^{17}$.

а) Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, ион-комплексообразователь и его координационное число, а также лиганды и их дентатность.

б) Запишите равновесие образования комплексного иона и выражение $K_{уст}$. Рассчитайте концентрацию ионов Zn^{2+} после добавления к 1 л 0,01 М раствора $Zn(NO_3)_2$ 0,14 моль KOH.

6. При добавлении к 1 л 0,01 М раствора $AlCl_3$ 0,07 моль KF концентрация ионов Al^{3+} в растворе уменьшилась в 8×10^{7} раз. а) Напишите уравнение реакции комплексообразования в ионном виде, считая, что координационное число алюминия равно 6. б) Запишите выражение $K_{уст}$ и рассчитайте ее величину.

7. Для комплексного соединения $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ $K_{уст} = 2{,}1\times10^{13}$.

а) укажите внутреннюю и внешнюю сферы, ион-комплексообразователь и его координационное число, а также лиганды и их дентатность.

б) Запишите равновесие образования комплексного иона и выражение $K_{уст}$. Рассчитайте концентрацию ионов Cu^{2+} после пропускания в 1 л 0,01 М раствора $CuCl_2$ 0,14 моль NH_3.

8. Для комплексного соединения $[Co(en)_3]Cl_2$ ($en = NH_2CH_2CH_2NH_2$) $K_{уст} = 8{,}7\times10^{13}$, а) укажите внутреннюю и внешнюю сферы, ион-комплексообразователь и его координационное число, а также лиганды и их дентатность; б) запишите уравнения диссоциации, выражение $K_{уст}$ и рассчитайте концентрацию ионов кобальта в 0,01 М растворе комплексного соединения при избытке *en* 0,01 М.

Тема. **Восстановительные и мембранные потенциалы. Окислительно-восстановительные процессы в биологических системах, направление их пртекания и роль в жизнедеятельности организма**.

Примеры:

1. Для системы $MnO_{2\ (тв.)} + 4H^+ + 2e^-$ $Mn^{2+} + 2H_2O$ E^0 ($MnO_{2\ (тв.)}$, $4H^+$ /Mn^{2+}) = + 1,23 В.

а) Запишите уравнение Нернста-Петерса для этой системы. Как изменится восстановительный потенциал этой системы при увеличении pH раствора?

б) Определите возможность самопроизвольного протекания реакции

$MnO_{2\ (тв.)} + 4\ HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$ в указанном направлении в стандартных условиях, если E^0 ($Cl_{2\ (г)}$/$2Cl^-$) = + 1,36 В. Ответ подтвердите расчётом ЭДС.

2. Для реакции $HC(O)H + НАДН + H^+ \rightarrow CH_3OH + НАД^+$

$E^{0\prime}$ ($НАД^+$,H^+/ НАДН) = –0,320 В, $E^{0\prime}$ (HC(O)H, $2H^+$/ CH_3OH) = –0,216 В. а) Рассчитайте $DG^{0\prime}_{310}$ этой реакции и определите возможность ее самопроизвольного протекания в указанном направлении в стандартных *биологических* условиях. б) Напишите уравнение Нернста-Петерса для системы, являющейся восстановителем и определите, как изменится ее потенциал при уменьшении концентрации окисленной формы.

3. Для системы $CH_3C(O)COO^-$ (пируват) + $2H^+$ + 2 e– $CH_3CH(OH)COO^-$ (лактат)

E^0 (пируват, $2H^+$/лактат) = +0,228 В. а) Запишите уравнение Нернста-Петерса. Как изменится потенциал этой системы при уменьшении концентрации пирувата? Как называется этот потенциал? б) Определите возможность самопроизвольного протекания реакции $CH_3C(O)COO^- + H^+ + НАДН \rightarrow CH_3CH(OH)COO^- + НАД^+$ в стандартных биологических условиях, если $E^{0,}$ ($НАД^+$,H^+/ НАДН) = –0,320 В. Ответ подтвердите расчётом ЭДС.

4. Для реакции $CH_3C(O)H + H_2O_2$ " $CH_3COOH + H_2O$ $E^{0\prime}$ (H_2O_2,$2H^+$/ H_2O) = +1,360 В,

$E^{0\prime}$ (CH_3COOH,$2H^+$/$CH_3C(O)H$) = –0,532 В. а) Рассчитайте $DG^{0\prime}_{310}$ этой реакции и определите возможность ее самопроизвольного протекания в стандартных *биологических* условиях. б) Напишите уравнение Нернста-Петерса для системы, являющейся окислителем и определите, как изменится величина ее потенциала при уменьшении pH раствора.

Зачетный билет для проведения зачёта

ФГАОУ ВО РНИМУ им. Н.И. Пирогова Минздрава России (Пироговский Университет)

Кафедра химии ИФМХ

Билет №____

для проведения зачета по дисциплине Б.1.В.В.02.02 «Химия»
по программе магистратуры
по направлению подготовки
«06.04.01 Биология»
направленность (профиль)
«Компьютерное конструирование лекарств»

1. 6 баллов

Внеклеточная жидкость имеет состав (ммоль/л): $[Na^+]$ = 140, $[K^+]$ = 5, $[Ca^{2+}]$ = 5, $[Cl^-]$ = 105, $[HCO_3^-]$ = 30, $[H_2PO_4^-]$ = 20. Рассчитайте:

а) осмолярность и осмотическое давление внеклеточной жидкости при 37 °C (4 балла);
б) молярную концентрацию $CaCl_2$ в растворе, изотоничном этому (2 балла).

2. 4 балла

Для реакции брожения глюкозы: $C_6H_{12}O_{6(тв)}$ " $2C_2H_5OH_{(ж)} + 2CO_{2(газ)}$, $\Delta_{обр}H^0_{298}(C_2H_5OH_{(ж)})$ = –278 кДж/моль, $\Delta_{обр}H^0_{298}(CO_{2(газ)})$ = –393,5 кДж/моль.

а) Рассчитайте $\Delta_{обр}H^0_{298}$(глюкозы), если $\Delta_{реакции}H^0_{298}$ = –83 кДж (2 балла).

б) Оцените качественно (без расчёта) знак изменения энтропии и оцените роль энтропийного и энтальпийного факторов для этой реакции (2 балла).

3. 4 балла

Константа элиминации (*k*) парацетомола из организма (реакция первого порядка) при 37 ° С составляет 0,1725 $час^{-1}$.

а) Запишите кинетическое уравнение для этой реакции и изобразите график зависимости концентрации препарата в организме от времени $c = f(t)$ (2 балла).

б) Рассчитайте время, за которое концентрация данного препарата в организме уменьшится в 4 раза (2 балла).

4. 10 *баллов*

Имеются 0,125 М водные растворы: 1) H_2S и 2) C_6H_5COONa.

а) Укажите тип каждого из электролитов, напишите протолитические равновесия в каждом растворе и качественно оцените характер среды (4 балла).

б) Приведите формулы для расчета pH этих растворов и рассчитайте их значения. $pK_{a1}(H_2S)$ = 6,97; $pK_{a2}(H_2S)$ = 11,14; $pK_a(C_6H_5COOH)$ = 4,20 (6 баллов).

5. 5 баллов

В 1 л аминокислотной буферной системы содержится 0,2 моль глицина (NH_2CH_2COOH $^+NH_3CH_2COO^-$) и 0,05 моль его натриевой соли (NH_2CH_2COONa), для глицина pK_{a1} = 2,34, pK_{a2} = 9,60. Для этой системы:

а) укажите сопряженную кислотно-основную пару, интервал буферного действия, формулу для расчета pH и рассчитайте его значение (4 балла);

б) напишите ионное уравнение реакции, отражающее механизм буферного действия этой системы при добавлении небольшого количества HCl (1 балл).

6. 5 баллов

Для комплексного соединения $[Cu(gly)_2]$ ($gly = NH_2CH_2COO^-$) $K_{уст} = 3{,}5\times10^{15}$

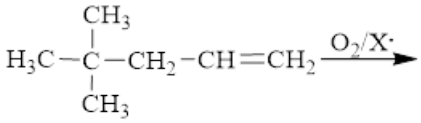
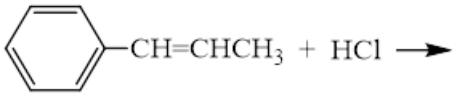
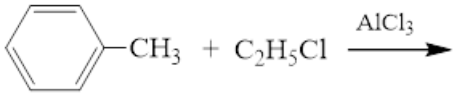
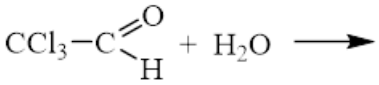
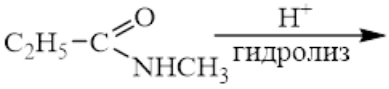
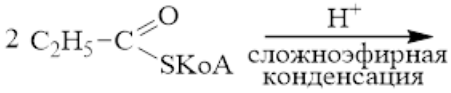
а) Укажите комплексообразователь, его степень окисления и координационное число, лиганды и их дентатность (2 балла).

б) Запишите уравнение диссоциации комплексного соединения, выражение $K_{уст}$ и рассчитайте концентрацию ионов меди в его 0,01 М растворе (3 балла).

7. 14 баллов

а) Допишите уравнения реакций (1 баллов за каждую реакцию):

1) *2)*

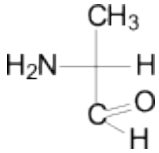
			
3)	$CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2$ + (1 моль) HCl →	*4)*	
5)	$(CH_3)_3N + CH_3I \longrightarrow$	*6)*	
7)		*8)*	

б) Для каждой реакции укажите ее название (*пероксидное окисление, гидратация, гидролиз, алкилирование, ацилирование и т.д.*); символ механизма реакции: S_R, A_E, S_E, A_N *и т.д*) и назовите продукты или укажите их класс (4 балла).

в) Для реакции ***г)*** предложите схему механизма (2 балла).

8. 2 балла

Назовите стереоизомер, используя *D*,*L*- и *R*,*S*-номенклатуры:



Заведующий кафедрой Кафедра химии ИФМХ Негребецкий В. В.

8. Методические указания обучающимся по освоению дисциплины (модуля)

Методические указания для подготовки к занятиям лекционного типа

1. Иметь доступ к сети "Интернет".
2. Иметь тетрадь для записи конспектов.
3. Ознакомиться с учебным материалом по учебнику, учебным пособиям, а также электронным образовательным ресурсам с темой данной лекции.
4. Записать возможные вопросы, которые следует задать преподавателю по материалу изученной лекции.

Методические указания для подготовки к занятиям лабораторно-практического типа

1. Прослушать лекцию, записанную в личном кабинете студента, и законспектировать ее.
2. Ознакомиться с теоретическим материалом, изложенным в учебниках, методических пособиях и в личном кабинете студента.
3. Выполнить письменные домашние задания для подготовки к занятию.
4. Ознакомиться и оформить лабораторную работу по теме занятия.
5. Ознакомится с тестовыми занятиями по изучаемой теме в личном кабинете студента, пройти самоконтрольное тестирование.
6. Подготовить конспект к занятию по изучаемой теме.

Методические указания для подготовки к коллоквиуму (текущий рубежный контроль)

Для подготовки к текущему рубежному (модульному) контролю обучающемуся следует изучить учебный материал по темам и (или) разделам дисциплины, включенным в данный рубежный контроль. Ознакомиться с примером билета в личном кабинете студента. Проработать (или повторить) задания (расчетные задачи, реакции, структуры веществ), которые давались на каждом занятии и опубликованы в «Сборнике методических материалов» и выложены в личном кабинете студента.

Методические указания для подготовки к контрольной работе

1. Ознакомиться с примером билета;
2. Ознакомится с тестовыми заданиями в личном кабинете студента;
3. Выучить материал по теме занятия, по конспектам лекций и учебной литературе, а также электронным образовательным ресурсам.

Методические указания для подготовки к зачету

1. Ознакомиться с примером билета, выносимого на промежуточную аттестацию в форме зачета; 2. Проанализировать материал и наметить последовательность его повторения;
3. Определить наиболее простые и сложные темы и (или) разделы дисциплины;
4. Повторить материал по наиболее значимым/сложным темам и (или) разделам дисциплины по конспектам лекций и учебной литературе, а также электронным образовательным ресурсам.

Методические указания для самостоятельной работы студентов (СРС)

Закрепление и углубление полученных знаний, умений и навыков, поиск и приобретение новых знаний, выполнение учебных заданий, подготовку к предстоящим занятиям, текущему контролю успеваемости и промежуточной аттестации.

Выполнение домашних заданий осуществляется в форме:

- работы с учебной, учебно-методической и научной литературой, электронными образовательными ресурсами (например, просмотр видеолекций), конспектами обучающегося: чтение, изучение, анализ, сбор и обобщение информации, её конспектирование; подготовки ответов на вопросы.
- решения задач, выполнения письменных заданий и упражнений;
- выполнения письменных контрольных работ.

9. Учебно-методическое, информационное и материально-техническое обеспечение дисциплины

9.1. Перечень литературы по дисциплине:

№ п /п	Наименование, автор, год и место издания	Рекомендуется при изучении разделов дисциплины	Количество экземпляров в библиотеке	Электронный адрес ресурса
1	2	3	4	5
1	Общая химия: учебник, Попков В. А., Пузаков А. С., 2010	Равновесия в жидких средах организма Основы физической химии в применении к физиологическим процессам		https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970415702.html
2	Биофизическая и бионеорганическая химия: учебник для медицинских вузов, Ленский А. С., Белавин И. Ю., Быликин С. Ю., 2008	Равновесия в жидких средах организма Основы физической химии в применении к физиологическим процессам	1818	
3	Биоорганическая химия: учебник для медицинских вузов, Тюкавкина Н. А., Бауков Ю. И., Зурабян С. Э., 2010	Основы строения и реакционной способности органических соединений в биологических системах	1522	
4	Биоорганическая химия: учебник, Тюкавкина Н. А., Бауков Ю. И., Зурабян С. Э., 2023	Основы строения и реакционной способности органических соединений в биологических системах		https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970472095.html
5	Биоорганическая химия: учебник для студентов вузов, Тюкавкина Н. А., Бауков Ю. И., 2006	Основы строения и реакционной способности органических соединений в биологических системах	118	

6	Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии: учебное пособие для вузов, Тюкавкина Н. А., 2009	Основы строения и реакционной способности органических соединений в биологических системах	1522	
7	Биофизическая и бионеорганическая химия: [учебник для медицинских вузов], Ленский А. С., Белавин И. Ю., Быликин С. Ю., 2020	Равновесия в жидких средах организма Основы физической химии в применении к физиологическим процессам	502	
8	Общая химия: учебник для медицинских вузов, Попков В. А., Пузаков С. А., 2010	Равновесия в жидких средах организма Основы физической химии в применении к физиологическим процессам	1772	

9.2. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», в том числе профессиональных баз данных, необходимых для освоения дисциплины (модуля)

1. The Blue Book — официальное руководство IUPAC по номенклатуре http://www.acdlabs.com/iupac/nomenclature/ (на английском языке)
2. Сайт кафедры химии ИФМХ: http://www.rsmu.ru/ → структура → Институт фармации и медицинской химии → кафедра химии ИФМХ
3. Российская государственная библиотека https://www.rsl.ru/
4. Российская национальная библиотека https://nlr.ru/
5. Электронная библиотечная система РНИМУ https://library.rsmu.ru/resources/e-lib/els/
6. ЭБС «Консультант студента» www.studmedlib.ru

9.3. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю), включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем (при наличии)

1. Автоматизированный информационный комплекс «Цифровая административно-образовательная среда РНИМУ им. Н.И. Пирогова»
2. Система управления обучением

9.4. Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)

Каждый обучающийся в течение всего периода обучения обеспечен индивидуальным неограниченным доступом к электронной информационно-образовательной среде университета из любой точки, в которой имеется доступ к информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» (далее - сеть «Интернет»), как на территории Университета, так и вне ее.

Электронная информационно-образовательная среда университета обеспечивает:

- доступ к учебному плану, рабочей программе дисциплины, электронным учебным изданиям и электронным образовательным ресурсам, указанным в рабочей программе дисциплины;

- формирование электронного портфолио обучающегося, в том числе сохранение его работ и оценок за эти работы.

Университет располагает следующими видами помещений и оборудования для материально-технического обеспечения образовательной деятельности для реализации образовательной программы дисциплины (модуля):

№ п /п	**Наименование оборудованных учебных аудиторий**	**Перечень специализированной мебели, технических средств обучения**
1	Аудитория для проведения занятий лекционного типа, занятий семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, оборудованная мультимедийными и иными средствами обучения	Ноутбук , Доска меловая , Вытяжной шкаф , Возможность подключения к сети «Интернет» и обеспечения доступа в электронную информационно-образовательную среду , Столы , Стулья , Экран для проектора , Шторы затемненые (для проектора) , Компьютеры для обучающихся , Стеклянные палочки , Пробирки , Спиртовки , Держатели для пробирок , Стаканы , Термометр , Калориметр , Цилиндры , Колбы , Набор индикаторов , Пипетки , Конические колбы , Бюретки , Воронки , Груши , Ареометры , Мерные колбы
2	Помещение для самостоятельной работы обучающихся, оснащенное компьютерной техникой с возможностью подключения к сети Интернет и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду организации	Учебная мебель (столы, стулья), компьютерная техника с возможностью подключения к сети «Интернет» и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду

3	Учебная аудитория для проведения промежуточной аттестации	Учебная мебель (столы и стулья для обучающихся), стол, стул преподавателя, персональный компьютер; набор демонстрационного оборудования (проектор, экран, колонки)

Университет обеспечен необходимым комплектом лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения (состав определяется в рабочей программе дисциплины и подлежит обновлению при необходимости). Библиотечный фонд укомплектован печатными изданиями из расчета не менее 0,25 экземпляра каждого из изданий, указанных в рабочей программе дисциплины, на одного обучающегося из числа лиц, одновременно осваивающих соответствующую дисциплину.

Обучающимся обеспечен доступ (удаленный доступ), в том числе в случае применения электронного обучения, дистанционных образовательных технологий, к современным профессиональным базам данных и информационным справочным системам, состав которых определяется в рабочей программе дисциплины и подлежит обновлению (при необходимости).

Обучающиеся из числа инвалидов обеспечены печатными и (или) электронными образовательными ресурсами в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья.